

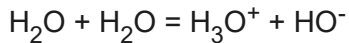
Guide et rappel de cours avant les exercices

Réactions acide/base:RAPPEL DE COURS

SOURCE: <http://www.chimix.com/T-fiches/acide0.htm>

1- Autoprotolyse de l'eau :

L'autoprotolyse de l'eau est la réaction entre deux molécules d'eau suivant le bilan :



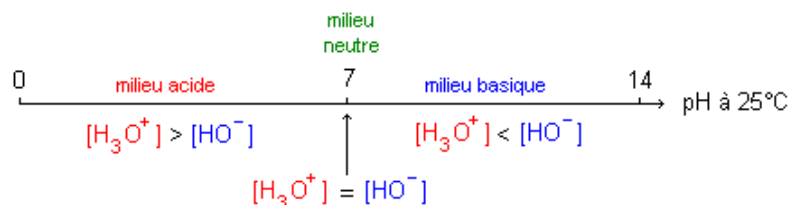
Cette réaction est très peu avancée ($[\text{H}_3\text{O}^+]$ est très faible). On remarquera que: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$ la solution étant électriquement neutre.

Le produit ionique de l'eau est la constante d'équilibre associée à l'équation d'autoprotolyse de l'eau. Cette constante est notée K_e .

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HO}^-]$$

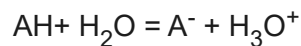
K_e s'exprime sans unité alors que les concentrations sont exprimées en mol.L^{-1} . K_e ne dépend que de la température. à 25°C, on a: $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$. (K_e croît lorsque la température augmente).

2- Echelle usuelle des pH :



3- Constante d'acidité K_a :

La constante d'acidité K_a est la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction d'un acide avec l'eau.



$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

Et comme: $\text{p}K_a = -\log K_a$

cette relation peut s'écrire : $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \right)$.

Utilité de la constante d'acidité.

Le K_A (ou le pK_A) caractérise un couple. Il permet de comparer la force de l'acide et la force de la base conjuguée à la force de l'acide et de la base d'un autre couple.

L'acide d'un couple est d'autant plus fort que le K_A du couple est grand (ou que le pK_A est faible).

La base d'un couple est d'autant plus forte que le K_A du couple est faible (ou le pK_A grand)

* [Comparer la force relative de deux acides](#) : un acide A_1H est plus fort qu'un acide A_2H , si, à concentrations égales, le taux d'avancement de sa réaction avec l'eau est plus grand que celui de la réaction de l'acide A_2H avec l'eau. Soit $t_1 > t_2$.

C'est à dire qu' **à concentration égale un acide est d'autant plus fort que son pK_a est plus proche de zéro** (que sa constante K_a est grande)

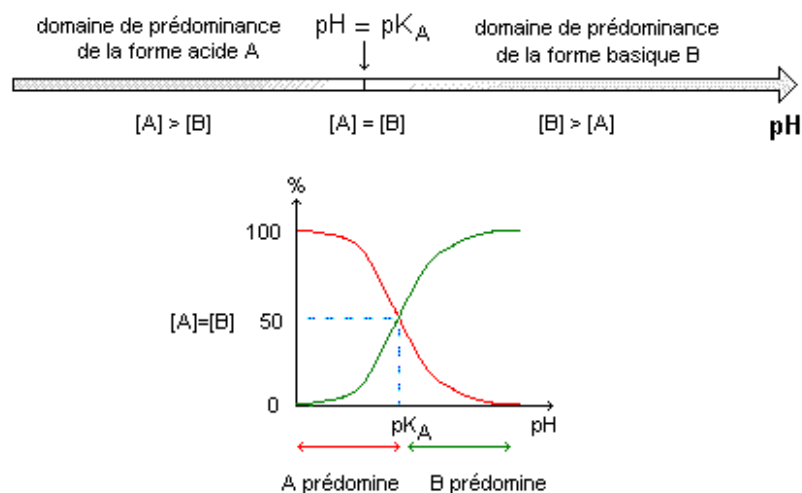
* [Comparaison des pH des solutions de deux acides de forces différentes](#) : pour des solutions de mêmes concentrations, l'acide le plus fort est celui dont le taux d'avancement final est le plus élevé. Donc c'est celui pour lequel $[H_3O^+]$ est la plus élevée. $[H_3O^+]$ et pH varient en sens inverses ($pH = -\log[H_3O^+]$). Donc **l'acide le plus fort est celui pour lequel le pH est le plus faible.**

* [Comparer la force relative de deux bases](#) : une base est d'autant plus forte que la constante d'acidité K_a associée au couple acide/base auquel elle appartient est plus petite ou que le pK_a correspondant est plus grand.

A concentrations égales, la base la plus forte est celle dont la solution a le pH le plus élevé.

4- Diagramme de prédominance et distribution des espèces acido-basiques :

Une espèce A est prédominante par rapport à une espèce B si : $[A] > [B]$



Un indicateur coloré est un couple acide/base conjuguée (on le notera: InH / In^-), dont la forme acide InH et la forme basique In^- ont des couleurs différentes en solution. On admet que la solution dans laquelle se trouve l'indicateur a la couleur de la forme acide InH si: $[\text{InH}] > 10[\text{In}^-]$. Soit K_a la constante d'acidité associée à ce couple. La solution aura la couleur de la forme acide si : $[\text{In}^-] / [\text{InH}] < 0,1$ soit $\text{pH} < \text{p}K_a - 1$.

De même la solution dans laquelle se trouve l'indicateur a la couleur de la forme basique si : $[\text{In}^-] > 10[\text{InH}] \Rightarrow \text{pH} > \text{p}K_a + 1$

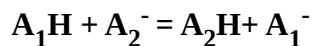
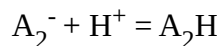
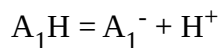
La solution prendra une couleur appelée teinte sensible (mélange des couleurs dues à la forme acide et à la forme basique) si: $[\text{InH}]$ et $[\text{In}^-]$ sont du même ordre de grandeur, donc si :

L'intervalle $\text{p}K_a - 1 < \text{pH} < \text{p}K_a + 1$ définit la zone de virage.

5- Constante d'équilibre K associée à une réaction acido-basique.

Equation de la réaction.

Une réaction acido-basique est un transfert de proton entre l'acide A_1H d'un couple $\text{A}_1\text{H}/\text{A}_1^-$ et la base A_2^- d'un couple $\text{A}_2\text{H}/\text{A}_2^-$. L'équation de la réaction peut être considérée comme la somme des deux demi-équations relatives à chaque couple.



$$K = \frac{[\text{A}_2\text{H}][\text{A}_1^-]}{[\text{A}_2^-][\text{A}_1\text{H}]} = \frac{[\text{A}_2\text{H}]}{[\text{A}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]} \cdot \frac{[\text{A}_1^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{A}_1\text{H}]} = \frac{K_{a_1}}{K_{a_2}}$$

La transformation est favorisée dans le sens où l'équation est écrite (de la gauche vers la droite) si $K > 1$. Elle est favorisée dans le sens inverse (de la droite vers la gauche) si $K < 1$.

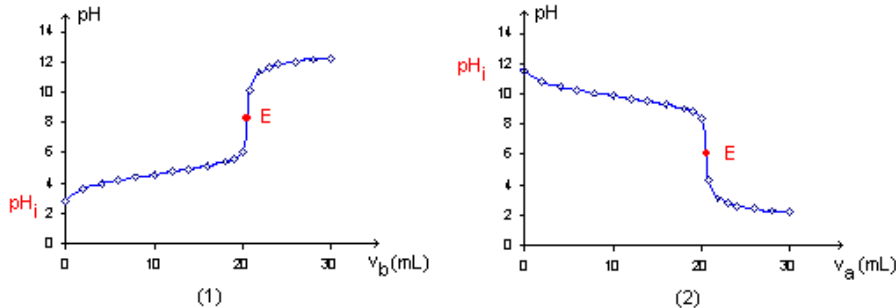
La transformation peut être considérée comme totale dans le sens 1 (de la gauche vers la droite) si $K > 10^4$.

La transformation peut être considérée comme totale dans le sens 2 (de la droite vers la gauche) si $K < 10^{-4}$.

6- Titrages acido-basiques :

Titre une solution d'acide consiste à déterminer la concentration de l'acide dans cette solution. On utilise pour cela une solution de base de concentration connue appelée solution titrante.

Allure générale de la courbe de titrage. (suivi pHmétrique)



A l'équivalence E, la quantité de matière de l'espèce à titrer et la quantité de matière de l'espèce titrante ont été mélangées et ont réagi dans les proportions stœchiométriques. Avant l'équivalence la solution titrée est en excès dans le becher ; après l'équivalence la solution titrante est en excès dans le bécher.

On écrira à l'équivalence E : Qté de matière d'acide = Qté de matière de base soit:

$$C_a V_a = C_b V_b$$

Repérage du point équivalent.

La méthode des tangentes parallèles, la méthode de la dérivée qui nécessite l'utilisation d'un ordinateur (la dérivée passe par un maximum, pic étroit) et l'utilisation d'un indicateur coloré (on parle alors d'un titrage colorimétrique); on choisit un indicateur coloré tel que le point équivalent se situe dans sa zone de virage.

pH à l'équivalence :

* Titrage d'une solution d'acide faible AH par une solution de base forte représentée par l'ion HO⁻.

L'équation de la réaction est : **AH + HO⁻ --> A⁻ + H₂O**

La réaction étant totale, à l'équivalence les espèces AH et HO⁻ ont totalement disparu. La solution ne contient alors que la base A⁻. Le pH est donc supérieur à 7.

*Titrage d'une solution de base faible A⁻ par une solution d'acide fort représentée par l'ion H₃O⁺.

L'équation de la réaction est : **A⁻ + H₃O⁺ --> AH + H₂O**

La réaction étant totale, à l'équivalence les espèces A⁻ et H₃O⁺ ont totalement disparu. La solution ne contient alors que l'acide AH. Le pH est donc inférieur à 7.

*Titrage d'une solution d'acide fort (ou de base forte) par une solution de base forte (ou d'acide fort).

L'équation de la réaction est : **HO⁻ + H₃O⁺ --> 2H₂O**

le pH est celui de l'eau, c'est-à-dire 7 à 25°C.